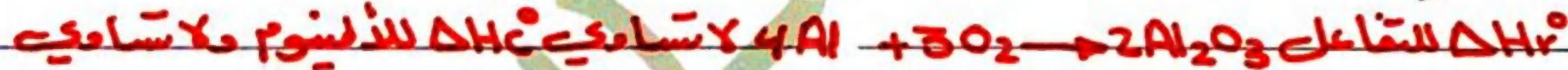
الأستاذ
محمد الحسيني
07702699122

ملخص الفصل الأول

الكلاميات المهمة :- التعاريف :- النظام ، النظام المفتوح والمغلق والمعزول ، المحيط ، المجموعة ، دالة الحالة ، المول

القانون الاول للثرموداينمك ، عملية باعثة للحرارة ، عملية ماصة للحرارة ، الحرارة النوعية ، السعة الحرارية ، الخواص المركزة ، الخواص الشاملة ، العمليات التلقائية وغير التلقائية ، الانتروبي ، الانثالبي ، طاقة كبس الحرة ، انثالبي التكوين ، انثالبي الاحتراق ، قانون هيس .

التعاليل :- كل تعاليل علاقة كبس مهمة ، تعاليل الانثالبيات مهمة مثال /


ΔH_r° للتفاعل $2Al_2O_3 \leftarrow 4Al + 3O_2$ لا تساوي ΔH_f° للألمنيوم ولا تساوي ΔH_f° لـ Al_2O_3 . ، لماذا من الضروري كتابة الحالة الفيزيائية عند كتابة التفاعلات الحرارية ، يتزايد التسخين من انتروبي النظام ، انتروبي الحالة الغازية تكون دائماً اكبر من انتروبي الحالة السائلة والتي بدورها تكون اكبر من انتروبي الحالة الصلبة ، تزداد الانتروبي عند ذوبان بلورات السكر في الماء.

الفروقات :- الفرق بين السعة الحرارية والحرارة النوعية ، الفرق بين الخواص الشاملة والخواص المركزة .

ملخص قوانين q

① $\Delta T = T_f - T_i$

② $q = C \cdot \Delta T$

③ $C = S \cdot m$

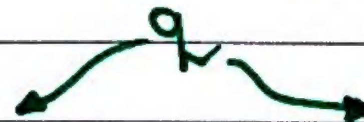
④ $q = S \cdot m \cdot \Delta T$

q = كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة . (J) او (KJ) .

ΔT = التغير بدرجة الحرارة (C°) ، T_f = درجة الحرارة النهائية (C°) .

T_i = درجة الحرارة الابتدائية (C°) . ، C = السعة الحرارية (J/C°) .

S = الحرارة النوعية ($J/g.C^{\circ}$) . ، m = الكتلة (g) .



باعث (−) عند التبريد

ماص (+) عند التسخين

الأستاذ
محمد الحسيني
07706699122

ملخص خطوات حل اسئلة المسعر

① ايجاد ΔT من العلاقة $\Delta T = T_f - T_i$

② ايجاد q من خلال العلاقتين وحسب المعطيات:

$q = C \cdot \Delta T$ or $q = S \cdot m \cdot \Delta T$

③ نحسب عدد مولات (n) المادة المحترقة داخل المسعر من العلاقة:

$$n_{\text{محترق}} = \frac{m}{M}$$

④ نحسب حرارة احتراق مول واحد من المادة من العلاقة:

$$q = \frac{-q_{H_2O}}{n_{\text{محترق}}}$$

اذا كان المطلوب هو ΔH فأننا نحول q

الى ΔH من العلاقة: $\Delta H = q_p$ (يعني نفسها بثبوت الضغط).

⑤ عندما يطلب حرارة احتراق اكثر من مول نضرب قيمة ΔH × عدد المولات.

ملاحظات :- ● عندما يقول ان حرارة المسعر ارتفعت معناه ان التفاعل باعث لذلك يجب وضع اشارة سالبة لـ q . ● قد تكون قيمة ΔT جاهزة عندما يقول ان درجة حرارة المسعر ترتفع بمقدار كذا .

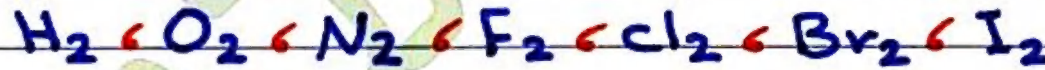
مُلخص انواع الأنثالبيات

الأستاذ
مُحمّد الحُسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

① انثالبي التكوين القياسية ΔH_f°

ⓐ شروطها :- ① ان يكون الناتج مول واحد. ② ان يكون الناتج قد جاء من اثبت الصور. ③ ان يكون الناتج قد جاء من عناصره الاساسية. ④ في الظروف القياسية.

ⓑ ملاحظات :- ① انثالبي التكوين القياسية لجميع العناصر بأثبت صورها تساوي صفر


H_2 ، O_2 ، N_2 ، F_2 ، Cl_2 ، Br_2 ، I_2

كذلك لسائل الزئبق $Hg_{(l)}$

كذلك لبعض المواد الصلبة

Al ، Fe ، Mg

② لبعض العناصر اكثر من صورة لذلك فأن الصورة الاثبت تكون لها قيمة $\Delta H_f^\circ = 0$
مثل/

كاربون C	فسفور P	كبريت S
ماس ، كرافيت (الاكثر ثباتاً)	ابيض ، احمر (الاكثر ثباتاً)	موشوري ، معيني (الاكثر ثباتاً)

كيف نكتب معادلة حرارية تمثل تكوين مركب :-

① نضع المركب بالنواتج . ② ان يكون الناتج مول واحد . ③ نضع بالتفاعلات عناصره الاساسية . ④ يجب ان تكون عناصره الاساسية بأثبت صورها.

مثال/ اكتب معادلة حرارية تمثل تكوين $CO_{2(g)}$ ؟

الحل



$$C_{(\text{كرافيت})} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

انتبه في المعادلة الحرارية عندما تتحقق الشروط لتكوين مركب (المتكون مول واحد ومن عناصره الاساسية وبأثبت الصور) تكون :

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ$$

اما عندما يختل شرط المول الواحد فأننا نجد ΔH_r° من العلاقة :

$$\Delta H_r^\circ = n \times \Delta H_f^\circ$$

حيث n تمثل عدد مولات المادة الناتجة في المعادلة الحرارية.

● المعادلة الحرارية لتفكك مركب تساوي المعادلة الحرارية لتكوينه لكن عكس الاشارة.

يعني : انثالبي التفكك هو نفس انثالبي التكوين لكن عكس الاشارة.

② انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r°

يتم حسابها من العلاقة:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (P) - \sum n \Delta H_f^\circ (R)$$

تستعمل عند وجود ΔH_r° و ΔH_f° مطلوبة او معطاة.

$\sum n \Delta H_f^\circ (P)$ = مجموع انثالبيات تكوين النواتج كل منها مضروب x عدد المولات.

$\sum n \Delta H_f^\circ (R)$ = مجموع انثالبيات تكوين المتفاعلات كل منها مضروب x عدد المولات.

P = تعني النواتج (Products).

R = تعني متفاعلات (Reactants).

$\sum$ = تعني مجموع.

ΔH_r° لها اشارتين هما:
- (+) ماص
- (−) باعث

الأستاذ
محمد الحسيني
07702699144

③ انثالبي الاحتراق القياسية ΔH_c°

شروطها :- ① ان يكون المحترق مول واحد . ② الاحتراق تام (وفرة من الاوكسجين)
③ يتم في الظروف القياسية ($25C^\circ$ وضغط 1atm). ④ دائماً قيمتها
سالبة لأن التفاعل باعث للحرارة.

كيفية حرق العناصر والمركبات :- ① نضع العنصر او المركب بالمتفاعلات.
② نضع معهُ الاوكسجين.
③ نعطي النواتج ونوازن المعادلة.

- حرق العناصر مع الاوكسجين يؤدي الى تكوين اكاسيدها.

ex/ $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

- حرق المركبات العضوية مع الاوكسجين يعطي غاز CO_2 وسائل الماء H_2O.

ex/ $C_2H_5OH + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$

- عندما تمثل المعادلة حرق تام لمول واحد من المادة تكون: $\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ$
- اما عندما يختل شرط المول الواحد فأن: $\Delta H_r^\circ = n \times \Delta H_c^\circ$

حيث n تمثل عدد مولات المادة المحترقة مع الاوكسجين.

④ انثالبي التغيرات الفيزيائية

يمكن تلخيصها من المخطط الآتي :-





- من المخطط اعلاه يتضح ان :

$$\Delta H_{vap} = -\Delta H_{cond}$$

$$\Delta H_{fus} = -\Delta H_{crys}$$

- غالباً تأتي على شكل فراغات .

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٤٦٩٩١٤٤

الأستاذ
محمد الحسيني
07702699122

ملخص قانون هيس

تشخيص السؤال :- نعرف ان السؤال يخص هيس عندما يعطي مجموعة من المعادلات او معلومات عن كتابة معادلات ويطلب انثالبي لمعادلة (المعادلة المطلوب انثالبيتها تُسمى معادلة الهدف).

ملاحظات حول هيس

1. المطلوب في هيس دائماً انثالبي معادلة الهدف.
2. نستخدم كافة المعادلات المعطاة ولا نترك اي واحدة (يعني ماكو شي زايد بهيس)
3. المعادلة المعطاة في هيس تُستعمل مرة واحدة فقط.
4. في حال لم يعطي معادلات واعطى معلومات عن كتابة معادلات فأننا نكتبها اعتماداً على منطوق السؤال فهي تمثل اما تكوين او احتراق او تفكك.
5. جمع المعادلات المعلومة بعد حذف المركبات المتشابهة يجب ان يعطي معادلة الهدف (اجعلها بمثابة التحقق من الحل).

خطوات حل سؤال هيس

1. كتابة المعادلة المطلوب انثالبيتها. 2. كتابة المعادلات المعطاة. 3. ضرب المعادلات المعطاة بعدد او قسمتها على

عدد او قلبها او بقائها كما هي بحيث يصبح مجموعها بعد حذف المركبات المتشابهة يساوي معادلة الهدف . ④ ما يجري على المعادلة يجري على الانثالبي وكما يلي :

1. عند ضرب المعادلة بعدد تضرب الانثالبي بنفس العدد .
2. عند قسمة المعادلة على عدد تقسم الانثالبي على نفس العدد .
3. عند قلب المعادلة تقلب اشارة الانثالبي .

شروط الحذف في هيس

1. تشابه المركبات المحذوفة
2. تشابه المركبات من حيث الطور (يعني H_2O غاز لا يحذف مع H_2O سائل).
3. يتم الحذف بطريقة المقص (مادة متفاعلة تحذف مع مادة ناتجة) اما المركبات والعناصر المتشابهة بنفس الاتجاه فأنها تجمع .

من لم يذق مر التعلم ساعةً تجرع ذل الجهل طول حياته

الاستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص الانتروبي

تعني العشوائية او الخربطة : رمزها ΔS° وحداتها J/K.mol

ΔS صلب $<$ ΔS سائل $<$ ΔS غاز

● العمليات التي تؤدي الى زيادة الانتروبي ونقصانها:

زيادة العشوائية $\Delta S = +$	نقصان العشوائية $\Delta S = -$
① التسخين	① التبريد
② الانصهار	② الانجماد او التبلور
③ التبخر	③ التكثيف
④ التسامي	④ التصلب
⑤ التفكك	⑤ التكوين
⑥ ذوبان صلب في الماء.	⑥ ذوبان غاز في الماء
⑦ نقصان الضغط	⑦ زيادة الضغط
⑧ بثبوت الحالة الفيزيائية عندما تكون مولات النواتج اكبر من مولات المتفاعلات.	⑧ بثبوت الحالة الفيزيائية عندما تكون مولات المتفاعلات اكبر من النواتج.

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢





- جميع العمليات التلقائية يرافقها زيادة بالانتروبي.
- الانتروبي القياسية (S°) لأي عنصر حر او جزيئة ثنائية الذرة او الصورة الاثبت لاتساوي صفر.

حساب ΔS_r° تُحسب من العلاقة:

$$\Delta S_r^\circ = \sum nS^\circ(P) - \sum nS^\circ(R)$$

+ تزداد الانتروبي
− تقل الانتروبي

تستعمل هذه العلاقة عند وجود S° و ΔS_r° مطلوبة او معطاة.

طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل ΔG_r°

تحسب من العلاقة:

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\Delta G_f^\circ(P) - \sum n\Delta G_f^\circ(R)$$

+ لاتلقائي
0 اتزان
− تلقائي

ΔG_f° = طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية.

معادلة كبس

$\Delta G^\circ_r = \sum n\Delta G^\circ_f(p) - \sum n\Delta G^\circ_f(R)$

$\Delta S^\circ_r = \sum nS^\circ(p) - \sum nS^\circ(R)$

$$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\,\Delta S^\circ_r$$

KJ/mol   KJ/mol   K   KJ/K.mol

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٥٢٩٩١٤٤

$\Delta H^\circ_r = \sum n\Delta H^\circ_f(p) - \sum n\Delta H^\circ_f(R)$

$T_K = t^\circ C + 273$

ملاحظات :-

① يجب ان تكون وحدات ΔH°_r و ΔS°_r متناسقة فإذا كانت وحدة ΔS°_r هي J/K.mol فيجب تحويلها الى KJ/K.mol وذلك بقسمتها على 1000 .

② اذا لم يذكر درجة الحرارة وقال في ظروف قياسية نعوض T بـ (298 K) .

انتبه :- قد يتلاعب في منطوق السؤال :

① ممكن يقول احسب التغير في طاقة كبس الحرة وممكن يقول هل التفاعل تلقائي ام غير تلقائي (نفس المعنى) ② ممكن يقول احسب ΔH°_r او يقول هل التفاعل باعث ام ماص.

③ ممكن يقول احسب التغير في الانتروبي ΔS°_r وممكن يقول هل النظام اكثر انتظاماً ام اقل انتظاماً او اكثر عشوائية ام اقل عشوائية (كلها نفس المعنى).

ملخص تعاليل علاقة كبس

مهم وزارياً

الأستاذ
محمد الحسيني
07702699122

لتفسير التلقائية وعدم التلقائية نتبع الخطوات التالية :

① معرفة اشارة ΔH حيث تكون :

ⓐ $\Delta H = +$ في الحالات التالية : ماص للحرارة ، تبخر ، انصهار ، تسامي ، عملية مصحوبة بأنخفاض حرارة ولم تعطى ΔH له ، تحلل او تفكك مركب ماعدا : تفكك الاوزون O_3 والاستيلين C_2H_2 والبنزين C_6H_6 و HI حيث تكون $\Delta H = -$ باعث .

ⓑ $\Delta H = -$ في الحالات التالية : باعث للحرارة ، تكثيف ، انجماد ، تصلب ، عملية مصحوبة بأرتفاع حرارة ولم تعطى ΔH له ، تكوين مركب ماعدا : O_3 ، C_2H_2 ، C_6H_6 ، HI

② معرفة اشارة ΔS (كما تعلمنا سابقاً من الجدول) .

③ كتابة علاقة كبس $(\Delta G = \Delta H - T\Delta S)$ وتعويض اشارة ΔH و ΔS و T حيث T دائماً موجبة لينتج عددين احدهما موجب والاخر سالب او كلاهما موجب او كلاهما سالب .

④ ملاحظة وجود كلمة (لا) او عدم وجودها في منطوق التعليل (فأن وجدت هذا يعني ان $\Delta G = +$ وان لم توجد فأن $\Delta G = -$ ثم نعطي السبب .

- عند اختلاف اشارتي ΔH و ΔS فأن تغير درجة الحرارة لايؤثر على تلقائية او عدم تلقائية التفاعل .
- عند تشابه اشارتي ΔH و ΔS فأن تغير درجة الحرارة يؤثر .

انتروبي التغيرات الفيزيائية

العلاقات :-

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

ΔS_{fus} = انتروبي الانصهار.

T_m = درجة الانصهار.

ΔS_{vap} = انتروبي التبخر.

T_b = درجة الغليان.

* تستعمل هذه العلاقات فقط عندما يكون النظام في حالة الاتزان (مثل الانصهار والتبخر والتسامي).

الأستاذ
مُحَمَّد الحُسَيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٤٤

يجب ان تعلم :-

يغلي الماء (يتبخر) في $100^{\circ}C$

ينصهر الجليد في $0^{\circ}C$

يتجمد الماء في $0^{\circ}C$

قد تكون هذه المعلومات غير معطاة بالسؤال لذلك يجب ان تعرفها.

مُلخص معادلة تروتن

$$85 = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

تشخيص السؤال : نشخص السؤال ونفرقه عن انتروبي التغيرات الفيزيائية

بأمرين هما :

1. عند وجود سائل يتبخر عند درجة غليانه .
2. عندما تكون الـ ΔS لا مطلوبة ولا معطاة بالسؤال .

لا نحقق الأحلام بالأمنيات ... وانما بالإرادة نصنع المعجزات

الأستاذ
محمد الحسني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٤

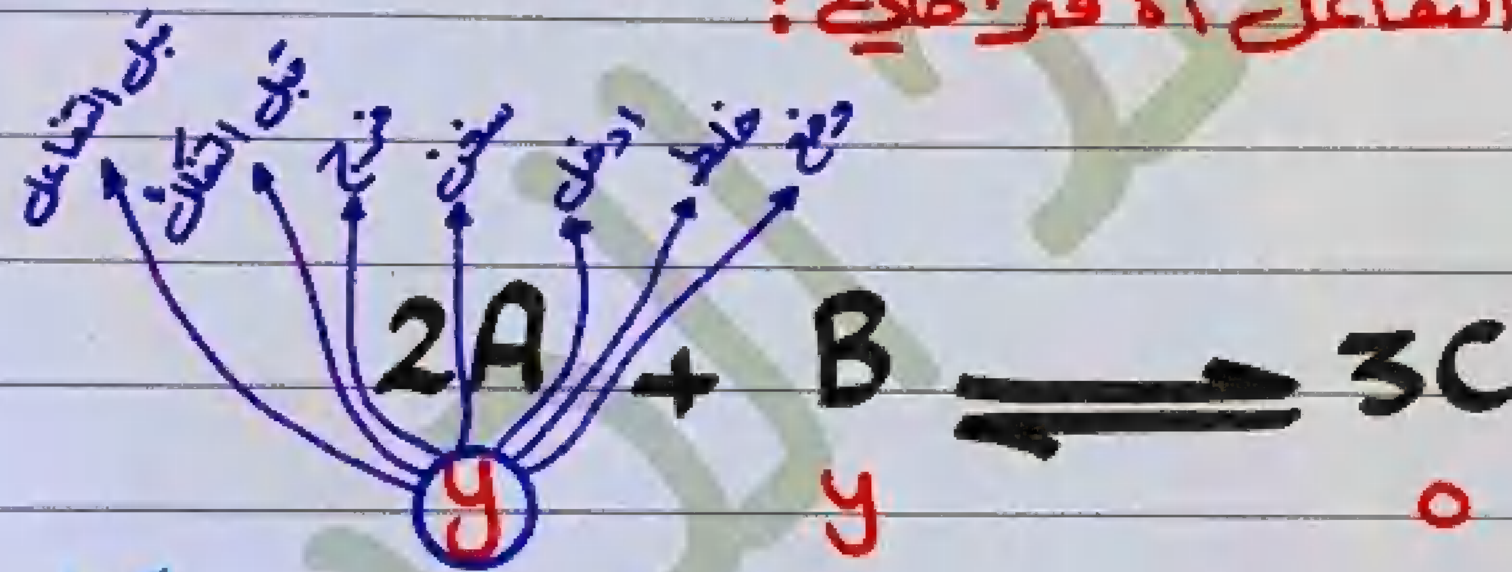
مُلخص الفصل الثاني

- فهم السؤال بالفصل الثاني مهم جداً لأنزال الفرضية ، ماهي التعابير التي يستخدمها في السؤال في كل مرحلة من مراحل الفرضية :

الخطط لازم تفهمه ⟸ التفاعل الافتراضي :



الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢



التراكيز الابتدائية

	A	B	C
التراكيز الابتدائية	y	y	0
التغير في التراكيز	−2x	−x	+3x
عند الاتزان	y−2x	y−x	3x

−2x: ماتفكك ، ماتحلل ، ماتأين ، ما استهلك ، مقدار التغير ، قل بمقدار

+3x: زاد بمقدار c ، مقدار التغير في c

3x: المتكون من c ، تركيز c عند الاتزان

y−2x: ماتبقى من A ، تركيز A عند الاتزان

خليط الاتزان او التراكيز النهائية

ماينطبق على A ينطبق على B لكونهُ مادة متفاعلة ايضاً.

انواع الثوابت

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

Kc

- ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية .
- قانونه $Kc = \frac{[النواتج]^n}{[المتفاعلات]^n}$
- يدخل في قانونه المواد الغازية (g) والمحاليل المائية (aq) ويهمل الصلب (s) والسائل النقي (L) ويستعاض عنهُ بـ 1 .
- تدخل في قانونه المواد على شكل تركيز مولاري (M) فقط .
- لتحويل n الى M نستعمل العلاقة $M = \frac{n}{V_L}$
- لتحويل الكتلة الغرامية (m) الى مولارية M نستعمل العلاقة $M = \frac{m}{M} \times \frac{1}{V_L}$
- يستعمل في خليط الاتزان فقط .
- لا يتغير الا بتغير درجة الحرارة .
- بدون وحدات .

Kp

- ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية .
- قانونه $Kp = \frac{P^n_{نواتج}}{P^n_{متفاعلات}}$
- يدخل في قانونه المواد الغازية فقط (g).
- تدخل في قانونه المواد على شكل ضغط بوحدة الـ (atm) .
- لتحويل عدد المولات n الى ضغط نستعمل العلاقة : $PV = nRT$
- للتحويل بين وحدات الضغط :
  $1\,atm = 760\,Torr$
- يستعمل في خليط الاتزان فقط .
- لا يتغير الا بتغير درجة الحرارة .
- بدون وحدات .

بعض القوانين المستخدمة بالحل :

كل مولات المتفاعلات والنواتج ① $n_T = n_1 + n_2 + n_3 + \cdots\cdots$

كل ضغوط المتفاعلات والنواتج ② $P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots\cdots$

يُستخدم عند وجود نسبة مئوية . ③ $\%$ للمتحلل $= \frac{[\text{المتحلل}]}{[\text{الاصلي}]} \times 100\%$

كيف نعرف اتجاه سير التفاعل "مهم جداً"

① اذا تكلم عن المتفاعلات وبعدها مباشرةً يتكلم عن خليط الاتزان ويترك المواد الناتجة هذا يعني ان المواد الناتجة تركيزها الابتدائي يساوي صفر ويكون اتجاه التفاعل امامي.

② من خلال معرفة تركيز احد المواد المتفاعلة و الناتجة ابتدائي ونهائي ونعمل مقارنة.

③ من خلال مصطلحات معينة في منطوق السؤال : ex $A + B \rightleftharpoons 2C$

فأذا قال C زاد بمقدار معناه التفاعل امامي ، اذا قال A قل بمقدار معناه التفاعل امامي وهكذا (خلاصة : اتجاه التفاعل بأتجاه الزيادة دائماً وعكس النقصان).

④ من خلال معرفة قيمة Q و Keq . (احياناً فقط). تم تبينها في ملخص Q .

⑤ بواسطة قاعدة لوشاتليه . تم تبينها في ملخص لوشاتليه.

ملخص العلاقة بين Kc و Kp

احيائي فقط

العلاقات :-

$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n_g}$ ، $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$

$$\Delta n_g = \sum n_g(P) - \sum n_g(R)$$

K_c = ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية ، K_p = ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية.

R = الثابت العام للغازات 0.082 ، T = درجة الحرارة بالكلفن $T_K = t_C + 273$

Δn_g = المولات الغازية للنواتج ـ المولات الغازية للمتفاعلات.

تشخيص السؤال :- نعرف ان السؤال يخص هذه العلاقة اذا اعطى Kc وطلب Kp او العكس ، اذا اعطى تراكيز مولارية وطلب Kp ، اذا اعطى ضغوط جزئية وطلب Kc.

ملاحظات :- ① الظروف القياسية في هذه العلاقة هي ضغط (1atm) ودرجة حرارة (0C°) (273K).

② تكون قيمة Kc = Kp عندما تكون قيمة $\Delta n_g = 0$ اي عندما تكون المولات الغازية للنواتج تساوي المولات الغازية للمتفاعلات.

ملخص اهمية ثابت الاتزان

احيائي فقط



① تحديد اتجاه التفاعل من معرفة قيمة ثابت الاتزان :

ⓐ $K \gg 1$ الاتجاه امامي اي تراكيز النواتج اكبر .

ⓑ $K \ll 1$ الاتجاه خلفي اي تراكيز المتفاعلات اكبر .

ⓒ $K \cong 1$ المتفاعلات و النواتج تكاد تكون متساوية .

② العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة : سندرج هنا اربع قواعد يمكن اتباعها :

ⓐ عند قلب المعادلة فأن : $Kc_2 = \frac{1}{Kc_1}$

ⓑ عند ضرب المعادلة برقم مثل 2 فأن : $Kc_2 = (Kc_1)^2$

ⓒ عند قسمة المعادلة على عدد مثل 3 فأن : $Kc_2 = \sqrt[3]{Kc_1}$

ⓓ عند جمع عدة معادلات لتكوين معادلة جديدة فأن Keq المعادلة الجديدة يساوي حاصل ضرب Keq المعادلات المجموعة : $Kc_3 = Kc_1 * Kc_2$

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص حاصل التفاعل Q

احيائي فقط

Q بت عم K ، حيث K يُستخدم في خليط الاتزان لكن Q تُستخدم عند التراكيز الابتدائية.

تشخيص السؤال :- نعرف ان السؤال يخص Q عندما يعطي تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة في بداية التفاعل بغض النظر عن مقاديرها وليس لدينا اي طريقة لتحديد اتجاه سير التفاعل ماعداها.

فائدة Q :- ① نحدد من خلالها اتجاه سير التفاعل عند مقارنتها مع قيمة K :

a) $Q > K$ التفاعل خلفي

b) $Q < K$ التفاعل امامي

c) $Q = K$ التفاعل متزن

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

② نجد من خلالها تركيز ابتدائي لأحد المواد المتفاعلة او الناتجة عندما تكون قيمتها معلومة.

مُلخص العلاقة بين ΔG و قيمة Q

ΔG : التغير في الطاقة الحرة الغير قياسية.

ΔG° : التغير في الطاقة الحرة القياسية.

R : ثابت الغاز 8.314

T : درجة الحرارة بالكلفن.

Q : حاصل التفاعل.

Keq : Kc او Kp او Kw وحسب منطوق السؤال.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

احيائي فقط

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

احيائي وتطبيقي

انتبه :- ممكن من خلال العلاقتين اعلاه ان يربط الفصل الثاني مالاول.

ملاحظات :- ① تتساوى قيمة ΔG و ΔG° عندما تكون قيمة $Q = 1$ ، لأن $\ln 1 = 0$

② قيمة ΔG° في هذه العلاقة تكون بوحدة J وليس بوحدة KJ .

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص قاعدة لوشاتليه

سنتناول هنا انواع المؤثرات التي تؤثر على حالة الاتزان وثابت الاتزان.

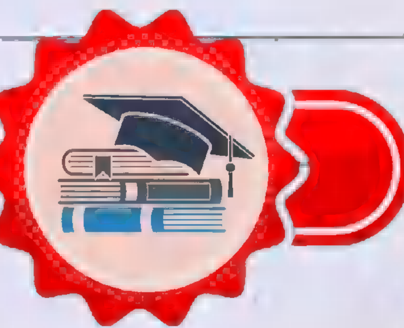
● هنا اكو ترجيتين وحدة خليها بأذنك اليمنى والثانية باليسرى:

1) الترجية الاولى :- لا تتغير قيمة ثابت الاتزان الا بتغير درجة الحرارة.

2) الترجية الثانية :- لا يؤثر اضافة العامل المساعد لا على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان لعد شنو فايدته : يزيد من سرعة التفاعل الامامي R_f والخلفي R_b وبنفس الدرجة ، وبالتالي يصل التفاعل الى حالة الاتزان بشكل اسرع.

دراسة المؤثرات

1) تأثير تغير التراكيز :- عند تغير تراكيز تفاعل ما في حالة اتزان فأن التفاعل يتجه دائماً نحو التراكيز الاقل. ولا تتأثر قيمة ثابت الاتزان (الترجية الاولى).



② تأثير الضغط او حجم الاناء :- العلاقة بين الضغط وحجم الاناء علاقة عكسية.

عند زيادة الضغط (تقليل حجم الاناء) ينزاح التفاعل بأتجاه المولات الغازية الاقل ، اما عند نقصان الضغط (زيادة حجم الاناء) ينزاح التفاعل بأتجاه المولات الغازية الاكثر. ولا تتأثر قيمة ثابت الاتزان (الترجيبة الاولى).

● لا يكون هناك تأثير للضغط على حالة الاتزان في الحالات التالية :

$\Delta ng = 0$ ⟷ المولات الغازية للنواتج = المولات الغازية للمتفاعلات ⟷ $Kc = Kp$

السبب : لأن تأثيره متساوي على الطرفين.

انتبه جيداً بسبب تغير الضغط والتراكيز فقط عندما ينزاح التفاعل بأتجاه زيادة الطاقة ترتفع حرارة الاناء والعكس صحيح . تعتبر هذه الطريقة الخاصة لتحديد اتجاه سير التفاعل.



ex $2A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)} + Energy$

عند زيادة الضغط الكلي او زيادة تركيز A اوخفض تركيز B ، كل هذه العوامل سوف تؤدي الى انزياح التفاعل بالاتجاه الامامي (اي بأتجاه زيادة الطاقة) وبالتالي سوف ترتفع حرارة الاناء.

③ تأثير درجة الحرارة :-

$\Delta H = +$ موجب ← ماص ← تكتب الطاقة بالمتفاعلات

$\Delta H = -$ سالب ← باعث ← تكتب الطاقة بالنواتج

- عند رفع درجة الحرارة ينزاح التفاعل عكس مكان وجود الطاقة ، اما عند خفض درجة الحرارة ينزاح التفاعل بأتجاه مكان وجود الطاقة .
- قيمة الثابت K_{eq} تزداد اذا اتجه التفاعل نحو الامام بسبب زيادة تركيز النواتج ، وتقل قيمة K_{eq} اذا اتجه التفاعل نحو الخلف بسبب زيادة تركيز المتفاعلات.

∴ قيمة الثابت K تتناسب طردياً مع تركيز النواتج وعكسياً مع تركيز المتفاعلات.

ملاحظة الكلاميات مهمة جداً وتجدها في اسئلة الفصل وتشمل :

20 فراغ ، 9 اختر الاجابة الصحيحة ، 3 تعاريف ، 9 تعاليل . **احيائي**

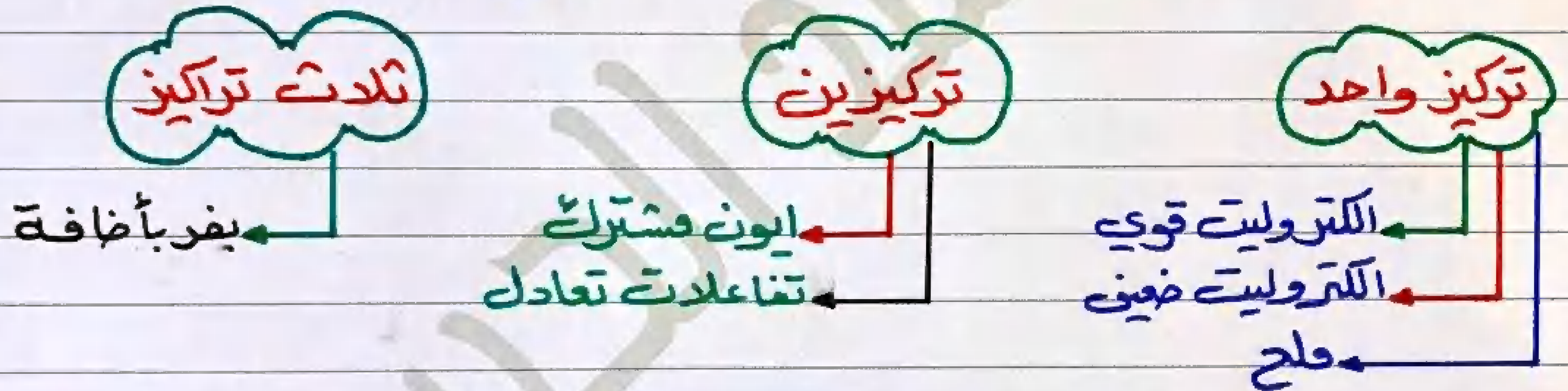
15 فراغ ، 26 اختر الاجابة الصحيحة ، 3 تعاريف ، 6 تعاليل . **تطبيقي**

الاستاذ محمد الحسيني ٠٧٧٠٠٤٩٩٩٢٤

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص الفصل الثالث

كيف نشخص السؤال بالفصل الثالث :- نعتمد على عدد المواد بالسؤال (التراكيز).



* التقسيم اعلاه لتعدد التراكيز يجب ان يكون في محلول واحد (نفس الإناء).

محمد الحسني
07702699122



ملخص الالكتروليتات القوية

تركيز واحد

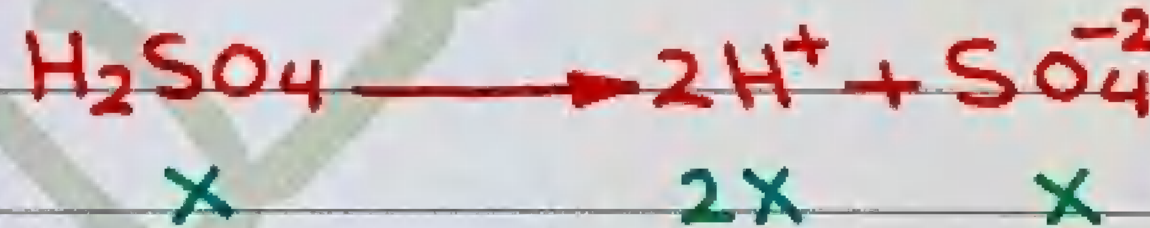
- محاليلها عالية التوصيل الكهربائي • تتفكك بشكل تام (⟶)
- تشمل الحوامض القوية والقواعد القوية والاملاح تامة الذوبان.
- لحل اسئلة المتعلقة بالالكتروليتات القوية نعمل على :

① نكتب معادلة تأينها باتجاه واحد امامي (⟶) وبمرحلة واحدة.



$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

② نحسب تراكيز الايونات مباشرةً من تركيز نفس الالكتروليت اعتماداً على عدد مولات الايونات بالمعادلة :



$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

$$x \qquad 2x \qquad x$$

الاستاذ محمد الحسيني ٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

اذن

$[H^+]$ = [الحامض القوي] × عدد المولات

$[OH^-]$ = [القاعدة القوية] × عدد المولات

ملاحظات :- الالكتروليتات القوية ليس لها ثابت ، ولا درجة تأين ولا % للتأين.

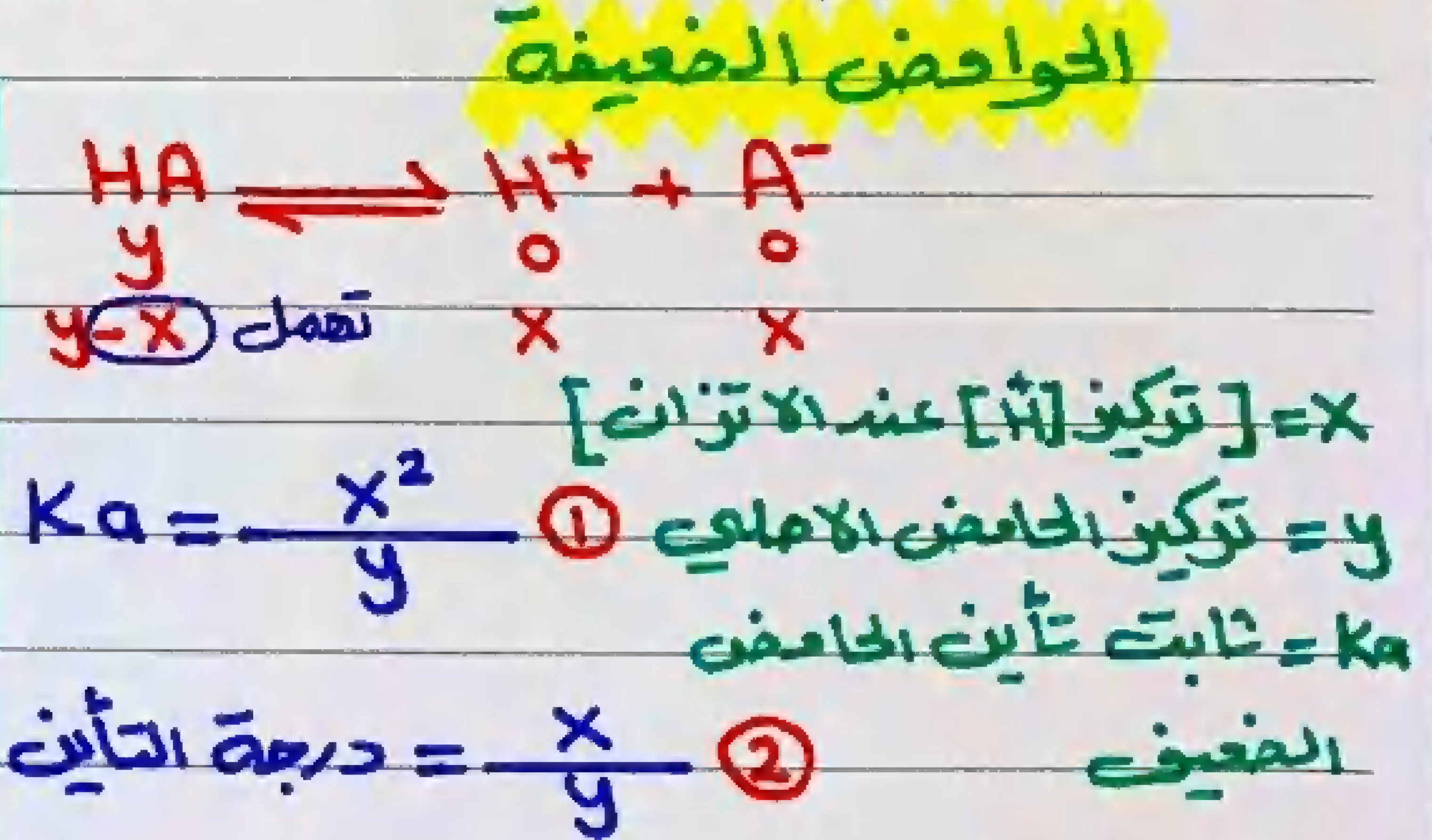
الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

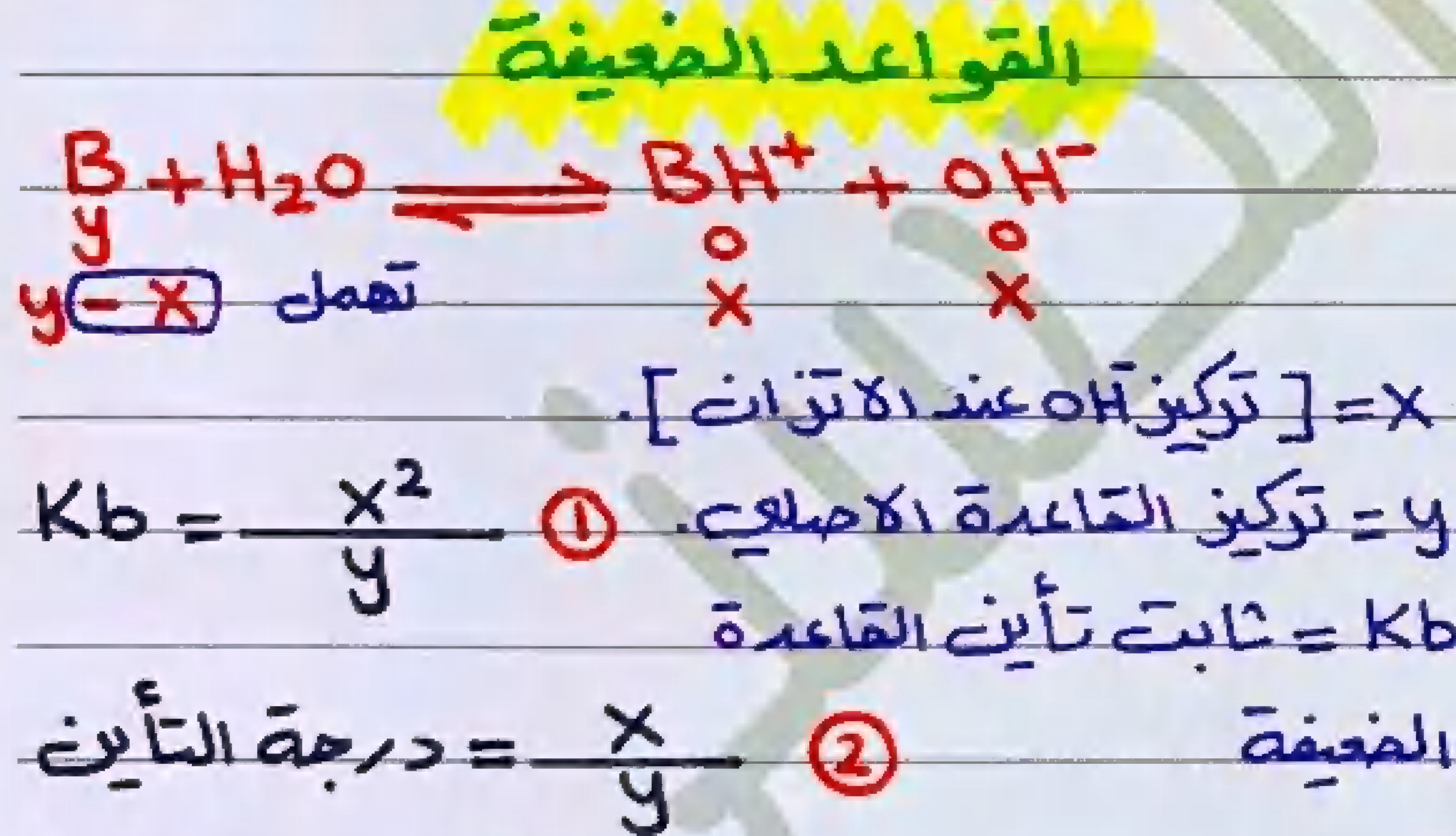
ملخص الألكتروليتات الضعيفة

تركيز واحد

- محاليلها ضعيفة التوصيل الكهربائي • تتفكك بشكل جزئي (⇌).
- تشمل الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة والاملاح شحيحة الذوبان.
- لحل الاسئلة المتعلقة بالألكتروليتات الضعيفة نعمل على :

① نكتب المعادلة الموزونة وباتجاهين متعاكسين (⇌) للحامض او القاعدة الضعيفين وننزل الفرضية اسفل المعادلة. ونستخدم القوانين :





ملاحظة :- كل مادة يطلب او يعطي قيمة K او درجة تأين او % للتأين فهي ضعيفة.

قوانين التخفيف

محمد الحسني
07702699122

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{M_1 \text{ التركيز قبل التخفيف}}{M_2 \text{ التركيز بعد التخفيف}}$$

ملاحظات

① يستخدم قانون التخفيف عند اضافة ماء الى محلول او بالعكس (اي عند وجود حجمين بالسؤال).

② عند اضافة مادة الى مادة اخرى (حجوم).

③ بالتخفيف تقل التراكيز وتزداد درجة التأين و % للتأين. علل وزاري

الأستاذ
محمد الحسني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص قوانين التأين الذاتي للماء

مفاتيح الحل

$[OH^-] = [H^+]$ متعادل

$[OH^-] < [H^+]$ حامضي

$[OH^-] > [H^+]$ قاعدي

في جميع المحاليل:

$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

$pH + pOH = 14$

في الماء النقي:

$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

$pH = pOH = 7$

$[H^+] = 10^{-pH}$	⇐ ⇒	$pH = -\log [H^+]$
$[OH^-] = 10^{-pOH}$	⇐ ⇒	$pOH = -\log [OH^-]$
$K_w = 10^{-pK_w}$	⇐ ⇒	$pK_w = -\log K_w$
$K_a = 10^{-pK_a}$	⇐ ⇒	$pK_a = -\log K_a$
$K_b = 10^{-pK_b}$	⇐ ⇒	$pK_b = -\log K_b$
$K_{sp} = 10^{-pK_{sp}}$	⇐ ⇒	$pK_{sp} = -\log K_{sp}$

- PH تعني الاس الهيدروجيني ، الرقم الهيدروجيني ، الدالة الحامضية.
- POH تعني الاس الهيدروكسيدي ، الرقم الهيدروكسيدي ، الدالة القاعدية.

PH = POH متعادل ، PH اقل من 7 حامضي ، PH اكبر من 7 قاعدي

محمد الحسني

ملخص قوانين الأملاح

احيائي فقط — تركيز واحد (ملح فقط)

الملح القاعدي (مشتق من ق ق + ح ض)

$Kh = \frac{Kw}{Ka}$
$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot Ka}{c}}$
$PH = \frac{1}{2}(14 + PKa + \log C$

Kh = ثابت التحلل المائي للملح .

Kw = ثابت التأين الذاتي للماء (10^{-14})

Ka = ثابت تفكك الحامض الضعيف

- PH لها اكبر من 7 .
- ايونها السالب يتفاعل مع الماء .
- ذات صفة قاعدية .
- مثال : خلات الصوديوم CH_3COONa

الملح الحامضي (مشتق من ح ق + ق ض)

$Kh = \frac{Kw}{Kb}$
$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot C}{Kb}}$
$PH = \frac{1}{2}(14 - PKb - \log C)$

Kh = ثابت التحلل المائي للملح

Kw = ثابت التأين الذاتي للماء (10^{-14}) .

Kb = ثابت تفكك القاعدة الضعيفة

- PH لها اقل من 7
- ايونها الموجب يتفاعل مع الماء .
- ذات صفة حامضية .
- مثال : كلوريد الامونيوم NH_4Cl

★ في الاملاح الأسم للقوي و الشغل للضعيف .

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص الأيون المشترك

تركيزين

تشخيص السؤال :- نعرف ان السؤال يخص الايون المشترك اذا كان هناك تركيزان احدهما لحامض ضعيف وملحه القاعدي او لقاعدة ضعيفة وملحها الحامضي .

القوانين

قاعدة ضعيفة وملحها الحامضي	حامض ضعيف وملحه القاعدي
$[OH^-] = Kb \times \frac{[base]}{[Salt]}$ ---- ①	$[H^+] = Ka \times \frac{[acid]}{[Salt]}$ ---- ①
$POH = PKb + \log\frac{[Salt]}{[base]}$ ---- ②	$PH = PKa + \log\frac{[Salt]}{[acid]}$ ---- ②

ملاحظة :- عندما يطلب بالسؤال ما التأثير الناتج عن اضافة ملح حامضي الى قاعدة او ملح قاعدي الى حامض ضعيف على PH او $[H^+]$ او $[OH^-]$ او درجة التأين او % للتأين فأننا نستخرج هذه المطاليب للالكتروليت الضعيف (قبل الاضافة) وبعد الاضافة (بوجود الايون المشترك).

الاستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢



مُلخص بفر   ثلاث تراكيز

تشخيص السؤال :- نعرف ان السؤال يخص بفر عند وجود ثلاث مواد بالمحلول: هذا بين لمزيج بفر (بينهما ايون مشترك) + حامض او قاعدة قويين.

الاستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

القوانين

① محلول حامض ضعيف وملحهُ القاعدي + حامض قوي:

$$PH = PKa + \log \frac{[Salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

② محلول حامض ضعيف وملحهُ القاعدي + قاعدة قوية:

$$PH = PKa + \log \frac{[Salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

③ محلول قاعدة ضعيفة وملحها الحامضي + حامض قوي:

$$POH = PKb + \log \frac{[Salt] + [H^+]}{[base] - [H^+]}$$

④ محلول قاعدة ضعيفة وملحها الحامضي + قاعدة قوية:

$$POH = PKb + \log \frac{[Salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$$

كيف نحسب المضاف القوي

تركيز جاهز M

M

حجم وتركيز M و VL

$M_1V_1 = M_2V_2$

كتلة غرامية m

$M = \frac{m}{M} \times \frac{1000}{V_{mL}}$

عدد مولات n

$M = \frac{n}{V_L}$

بعد ان نحسب تركيز القوي المضاف بالطرق اعلاه ، نحسب $[H^+]$ او $[OH^-]$ من معادلة التأين التام للقوي المضاف وندخلها بالقوانين.

- اذا طلب التغير في PH (ΔPH) نعمل على :

① نحسب PH_1 (للأيون المشترك) تركيزين.

② نحسب PH_2 (لبفر) ثلاث تراكيز.

③ نحسب ΔPH من القانون :

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

الاستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

تحقق من الحل :

① يجب ان تكون ΔPH لا تتجاوز الواحد الصحيح (لان بفر يقاوم التغير في PH).

② تكون قيمة ΔPH سالبة اذا كان المضاف القوي حامضاً وموجبة اذا كان قاعدة.

ملخص تفاعلات التعادل

تركيزين — احيائي فقط

في هذا النوع دائماً المطلوب هو حساب قيمة PH . هناك نوعين من هذه التفاعلات

النوع الاول : تفاعل حامض قوي مع قاعدة قوية .

في هذا النوع نحسب PH من الفائض (صاحب التركيز الأكبر) .

النوع الثاني : تفاعل حامض مع قاعدة (احدهما ضعيف والاخر قوي).

في هذا النوع نعمل على :

1. نجد M_2 لكل من الحامض والقاعدة من قانون التخفيف .
2. نكتب معادلة التفاعل بينهما $acid + base \longrightarrow Salt + H_2O$
3. نعمل الفرضيات الثلاث اسفل كل مادة :

a- اذا كان المتبقي هو القوي نهمل تركيز الملح ونعتمد على القوي في حساب PH .

$$acid + base \longrightarrow Salt + H_2O$$

	acid	base	Salt	H_2O
قبل التفاعل	تركيز	تركيز	0	يهمل
المتغيرات	- التركيز الاقل	- التركيز الاقل	+ التركيز الاقل	
عند الاتزان	مجموعهن	مجموعهن	مجموعهن	

b- اذا تبقى الضعيف لا نهمل الملح ويصبح لدينا ايون مشترك .

c- اذا تبقى الملح فقط عندها نعتمد على قوانين التمذوب لحساب PH .

الاستاذ محمد الحسيني

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٩

ملخص الذوبانية

المواد الشحيحة الذوبان هي المواد قليلة الذوبان ، تتفكك باتجاهين متعاكسين (⇌) لها ثابت يُسمى ثابت حاصل الذوبان (Ksp)

كيف نعرف الملح الشحيح :

① عندما يعطي او يطلب قيمة Ksp او الذوبانية المولارية S او الذوبانية الغرامية فان الملح شحيح الذوبان في الماء (⇌).

② كذلك نعرف ان الملح شحيح من احد التعابير الاتية :

قابلية الذوبان ، الذوبانية ، محلول مائي مشبع ، ترسيب ، ثابت حاصل الذوبان.

③ كل املاح الصوديوم و البوتاسيوم والامونيوم هي املاح تامة الذوبان (→).

الذوبانية ← مولارية (mol/L)
الذوبانية ← غرامية (g/L)

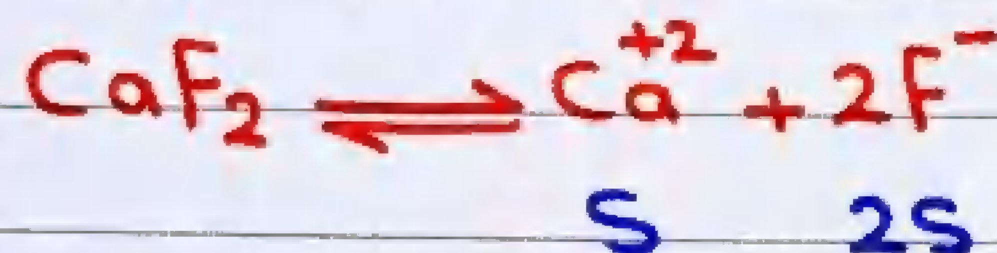
التحويل بينهما:

$$S_{mol/L} = \frac{S(g/L)}{M(g/mol)}$$

- تدخل في علاقة Ksp الذوبانية المولارية فقط وعندما تُعطى ذوبانية غرامية فيجب تحويلها الى مولارية.

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٩٩٩١٢٢

مثال :-



$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^-$$

$$S \qquad 2S$$

- تركيز الايون = S (الذوبانية) × n (عدد مولات الايون)

$\therefore \quad K_{SP} = S \times (2S)^2 = 4S^3$

افكار الذوبانية

① الفكرة الاولى :- العلاقة بين Ksp والذوبانية المولارية والغرامية (نحسب احدهما عندما يكون الثاني معلوم) . تأتي خطوة بالحل .

② الفكرة الثانية :- عندما يطلب حساب ادنى تركيز نستعمل لفظة (اعلى من) حيث نجد تركيز الايون من علاقة الثابت Ksp .

من يعتقد ان بأستطاعته الأنتصار يستطيع ان ينتصر

③ الفكرة الثالثة :- الحاصل الايوني Qsp مهم وزارياً

نعرف ان السؤال يخص الحاصل الايوني اذا قال في السؤال (هل يحصل ترسيب
او (هل يتكون راسب).

العمل

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

① اذا لم يعطي Ksp فأننا نجدهُ من الذوبانية المولارية.

② نجد Qsp من تراكيز الايونات في السؤال ثم نعمل مقارنة بين Ksp و Qsp

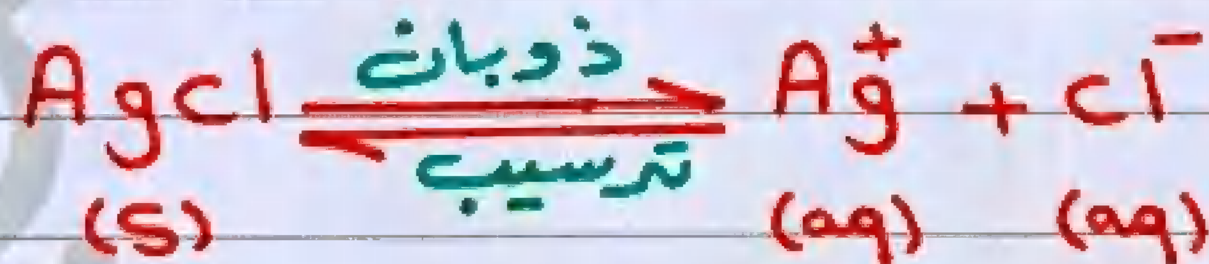
$Qsp < Ksp$ ⇐ حصول ذوبان (المحلول تحت مشبع).

ينشط التفاعل الامامي

$Qsp > Ksp$ ⇐ حصول ترسيب (المحلول فوق مشبع).

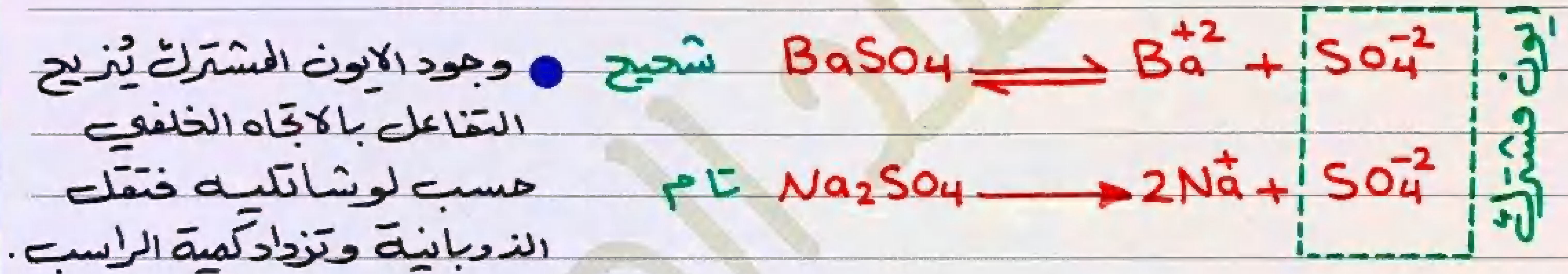
ينشط التفاعل الخلفي

$Qsp = Ksp$ ⇐ حالة اتزان (المحلول مشبع).

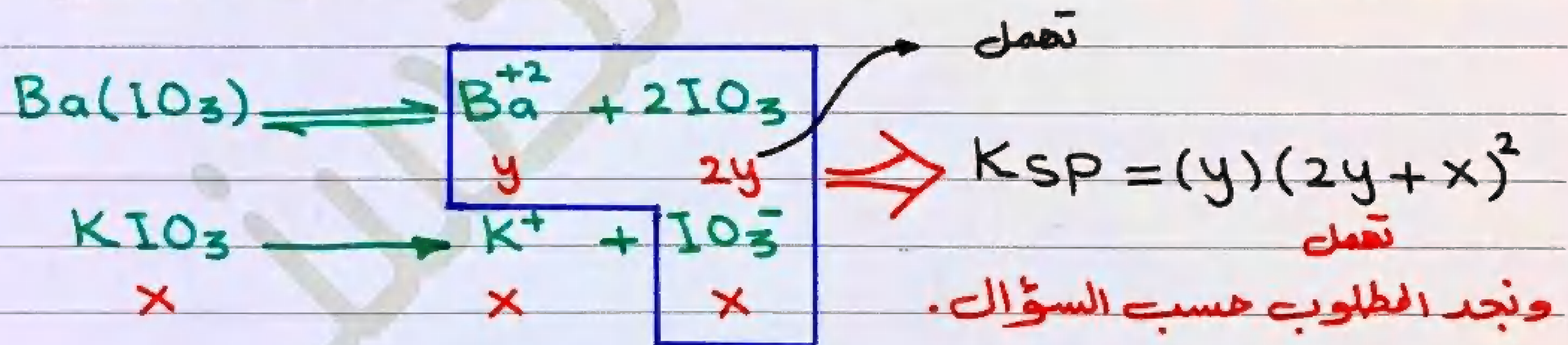


④ الفكرة الرابعة :- الايون المشترك   مهم وزارياً

نعرف ان السؤال يخص الايون المشترك عند وجود مادتين بالسؤال احدهما شحيحة والاخرى سريعة الذوبان بينهما ايون مشترك.



● وجود الايون المشترك يُزيح التفاعل بالاتجاه الخلفي حسب لوشاتليه فتقل الذوبانية وتزداد كمية الراسب.



$$Ksp = (y)(2y + x)^2$$

تهمل

ونجد المطلوب حسب السؤال.

● اذا طلب نسبة الذوبانية للملح في الوسطين نطبق العلاقة :

$$\text{نسبة الذوبانية} = \frac{\text{الذوبانية في الماء}}{\text{الذوبانية في الايون المشترك}}$$

● Ksp يبقى نفسهُ في الماء وفي الأيون المشترك لانهُ لا يتغير الا بتغير درجة الحرارة.

⑤ الفكرة الخامسة :- عندما يكون في السؤال مادتين شحيحتين ويقول في منطوق السؤال ايهما يترسب اولاً .

العمل :- نستخرج من معطيات السؤال الذوبانية المولارية لكل مادة ، والمادة صاحبة الذوبانية الاقل هي التي سوف تترسب اولاً .

⑥ الفكرة السادسة :- هذه الفكرة بها هيدروكسيدات شحيحة ذوبان مثل
$Al(OH)_3$ ، $Fe(OH)_3$ ، $Zn(OH)_2$ ، $Mg(OH)_2$
ففي هذه الفكرة ممكن يطلب ذوبانية مولارية او يطلب PH بأعتبار اننا اذا وجدنا تركيز الـ OH^- من علاقة الثابت KSP فيستطيع ان يوصلنا الى تركيز الـ H^+ وهو بدوره يوصلنا الى PH وكذلك POH وحسب المطاليب في السؤال .

لاتحسب المجدَ تمراً انت آكلهُ
لن تبلغ المجدَ حتى تلعقَ الصّبرا



الاستاذ محمد الحسني ٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

تلكرام/الاستاذ محمد الحسني (الكيمياء)

ملخص الكيمياء الكهربائية

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

الكلاسيات المهمة :- التعاريف (الخلايا الكلفانية ، الجسر الملحي ، الأكار ، معادلة نيرنست ، الخلايا الالكتروليتية ، الطلاء الكهربائي ، قانون فاراداي الأول والثاني).

التعاليل (اختيار قطب الهيدروجين القياسي كقطب مرجع ، يستخدم غنص البلاتين لصنع قطب الهيدروجين القياسي ، لا يمكن قياس جهد القطب لوحده ، عند ضرب طرفي معادلات الاقطاب بعدد معين فأن قيمة جهد القطب القياسي تبقى ثابتة لا تتغير ، يمكن لأي قطب ان يعمل كأنود او ككاثود اعتماداً على الظروف التي يستعمل فيها ، يجب ابقاء الصوديوم معزولاً عن غاز الكلور في خلية التحليل الكهربائي لمصهر كلوريد الصوديوم ، يجب ان تكون شدة التيار الكهربائي المستخدم ضعيفة في عملية الطلاء الكهربائي)

تعداد (اهمية الجسر الملحي ، فائدة الأكار ، انواع الخلايا الالكتروليتية ، الفرق بين الخلية الكلفانية وخلايا التحليل الكهربائي ، مكونات بطارية الخزن الرصاصية ، مميزات بطارية الخزن الرصاصية ، مميزات بطارية الخلية الجافة ، على ماذا يعتمد جهد الخلية ، على ماذا تعتمد جودة الطلاء الكهربائي ، تفاعلات بطارية الخزن الرصاصية ، كيف يمكن اعادة شحن بطارية الخزن الرصاصية

محمد الحسيني

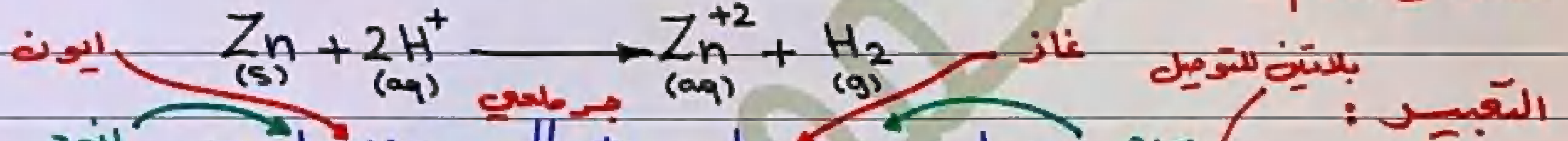
ملخص التعبير عن الخلية كتابةً

الاستاذ
محمد الحسيني
07702699122

للتفاعل العام :

$$Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

التعبير :



* نتعامل مع التفاعل كجملة باللغة الانكليزية اي نبدء من اليسار الى اليمين.
* بعد كل ايون نضع بين قوسين (1M) . وبعد كل غاز (1atm)
* بين طورين مختلفين للقطب الواحد نضع خط عامودي | يسمى حد الطور اما اذا كانو بنفس الطور نضع فارزة نقطية ؛ .
* || جسر ملحي على يساره انود وعلى يمينه كاثود.
* في التعبير لا تدخل ارقام الموازنة ولا الحالة الفيزيائية (الطور).
* اذا كان هنالك اقطاب غير موصلة فيجب وضع البلاتين (Pt) لغرض التوصيل ويوضع دائماً بعيد عن الجسر الملحي.
* اذا كان هنالك ايون سالب نتعامل معه كجملة باللغة العربية يعني بشكل اخر : التراكيز المولارية تكون قرب الجسر الملحي والـ Pt بعيد عن الجسر الملحي.

ملخص اعداد التأكسد

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

هناك قواعد لمعرفة او حساب اعداد التأكسد :

① عدد التأكسد لأي عنصر غير متحد (عنصر حر) يساوي صفر. Na ، Pb ، H_2 ، $Fe = 0$

② عدد التأكسد للأيون احادي الذرة يساوي الشحنة على هذا الايون. Fe^{+3} ، $Fe = +3$

③ مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في اي مركب متعادل يساوي صفراً. $NaCl$

④ مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في ايون متعدد الذرات يساوي شحنة الأيون $H_2PO_4^-$

تفاعلات التأكسد والاختزال

من خلال المعادلة ننتبه على عدد التأكسد فاذا :

زاد ← تأكسد ← فقدان e ← تكتب e بالنواتج ← انود ← عامل مختزل

قل ← اختزال ← اكتساب e ← تكتب e بالتفاعلات ← كاثود ← عامل مؤكسد

نصف تفاعل اكسدة
+
نصف تفاعل اختزال

التفاعل العام (خالي من الـ e).

محمد الحسيني

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ملخص تحديد الأنود والكاثود

1) اذا توفرت معادلة بالسؤال فأننا نعتمد على المعادلة (من خلال اعداد التأكسد) فأذا زاد فهو انود واذا قل فهو كاثود.

2) اذا توفر تعبير عن الخلية كتابةً فأن

يمين		يسار
كاثود	‖	انود

3) اذا كان السؤال هل يمكن اذابة فلز، يكون الفلز المراد اذابتهُ (انود).

4) اذا كان السؤال هل يمكن ترسيب عنصر فيجب ان يعاني اختزالاً اي نجعلهُ (كاثوداً).

5) جميع الغازات تتحرر عند الانود (O_2 ، Cl_2) ماعدا الهيدروجين فيتحرر عند الكاثود ويعاني اختزال لذلك نجعلهُ كاثود وبقية الغازات (التي تحمل ايوناتها شحنة سالبة) نجعلها انود.

6) اذا كان السؤال هل يمكن حفظ محلول في إناء، فأننا نجعل الاناء انود والمحلول كاثود.

7) اذا لم يذكر اي من النقاط اعلاه فأننا نلجأ الى اختيار اقل جهد اختزال ليكون انود والذي اعلى جهد اختزال ليكون كاثود.

8) بعد ان نحدد الانود نقوم بقلب اشارتهُ لأن عند الانود تحدث عملية تأكسد والجهد المعطى هو جهد اختزال.

9) نحسب E°_{cell} من القانون

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathod}$$

$-$ لا تلقائي ← $+$ تلقائي

ملخص العلاقة بين E°_{cell} و ΔG° و K_{eq}

العلاقات :-

① في ظروف غير قياسية ---- $\Delta G = -nFE_{cell}$

② في ظروف قياسية ---- $\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}$

③ $\Delta G^\circ = -RT\ln K_{eq}$

④ عند اي درجة حرارة ---- $E^\circ_{cell} = \frac{RT}{nF}\ln K_{eq}$

⑤ عند 25° او عندما لم يذكر درجة الحرارة ---- $E^\circ_{cell} = \frac{0.026}{n}\ln K_{eq}$

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٢٦٩٩١٢٢

ΔG = طاقة كبس الحرة غير القياسية (J)

ΔG° = طاقة كبس الحرة القياسية (J)

E_{cell} = جهد الخلية الغير قياسي (V)

E°_{cell} = جهد الخلية القياسي (V)

F = ثابت فاراداي 96500

R = ثابت الغازات 8.314 (J/K.mol)

Keq = ثابت الاتزان

T = درجة الحرارة بـ K ($T_K = t_C + 273$)

n = عدد الـ $\bar{e}$ المفقودة او المكتسبة

* تعلم شغلة :- اذا انطاك جهود اختزال گبل طلع E°_{cell} من قانون $E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$ لأن جهود الاختزال متوصلنة لأي معلومة غير E°_{cell}.

* اذا انطاك ΔG بوحدات KJ حولها الى J بعدين استخدمها بالقوانين.

ملخص معادلة نيرنست

فهم وزارياً

الاستاذ محمد الحسيني

عند اي درجة حرارة

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

عند 25° (298K)

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln Q$$

ملاحظات مهمة

① نعرف السؤال يخص نيرنست اذا اعطى او طلب تركيز مولاري غير (1M).

② تدخل في قيمة Q تراكيز الايونات فقط (صلب والغاز يعوض 1M)

③ Q هي تراكيز الايونات الناتجة مقسومة على تراكيز الايونات المتفاعلة كل منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولاتها في المعادلة الموزونة.

محمد الحسيني

④ E°_{cell} نجدها في الغالب من العلاقات:

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathod}$ or $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}_{cell}$ or $E^{\circ}_{cell} = \frac{0.026}{n} \ln K_{eq}$

اذا كانت جهود الاختزال معلومة ، اذا كانت ΔG° معلومة ، اذا كان K_{eq} معلوم

⑤ في معادلة نيرنست تكون $E_{cell} = E^{\circ}_{cell}$ عندما تكون قيمة $Q = 1$ ، لأن صفر = ln1 ، وتكون $Q = 1$ عندما تكون تراكيز البسط تساوي تراكيز المقام.

⑥ في نيرنست اذا تكلم عن قطب وقال انهُ في ظروف قياسية هذا يعني ان تركيز ايون القطب = 1M

ملخص قوانين فاراداي

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٤٦٩٩١٢٢

عشيرة n (mol)

للفلزات ① $n = \frac{m}{M}$

تراكيز ② $n = M \times V_L$

للغاز عند STP ③ $n = \frac{V_L}{22.4}$

22.4 = الحجم المولي.

للغاز عندما تكون (P و T) معلومة. ④ $n = \frac{PV}{RT}$

⑤ $n = \frac{\text{عدد الذرات المترسبة او الجزيئات المتوقعة}}{NA \text{ عدد افوكادرو}}$

$NA = 6.023 \times 10^{23}$

⑥ $n_{\text{كلية}} = n_{\text{متحللة}} + n_{\text{متبقية}}$

عشيرة Q (mol.ē)

① $Q = \frac{I(A) \times t(s)}{96500}$

② $Q = \frac{\text{عدد الالكترونات المارة}}{NA \text{ عدد افوكادرو}}$

Q = عدد المولات من الالكترونات او كمية الكهربائية (mol.ē)

③ $Q_1 = Q_2$ خليتين مربوطتين على التوالي.

④ $Q_{\text{كلية}} = Q_{1\,\text{مادة}} + Q_{2\,\text{مادة}}$ اذا قال مادتين تترسب على الكاثود.

حلقة الوصل

$n = Q_{\text{بوحدة}} \times \frac{1\,mol}{\text{قطب}\ Q}$

Q قطب: عدد الـ ē المفقودة او المكتسبة.

1(Na، K، Ag)
2(بقية الذرات)
3(Cr، AL، Au)
4(O_2)

هذا القانون يربط بين n و Q

الأستاذ
محمد الحسيني
٠٧٧٠٤٦٩٩١٢٢